

 Trabajo en clase

Introducción

Contaminación y lluvia ácida

La lluvia ácida se origina por una reacción química de algunos óxidos como el dióxido de azufre SO_2 , y de nitrógeno NO_2 , cuando son liberados en el aire y entran en contacto con el agua.

Estas sustancias pueden subir muy alto en la atmósfera, donde se mezclan y reaccionan con el agua para formar contaminantes más ácidos, que en conjunto reciben el nombre de lluvia ácida.

Las actividades humanas son la principal causa de la lluvia ácida, generando dichos gases en la atmósfera. Durante las últimas décadas, los humanos han lanzado diferentes productos químicos en el aire, cambiado y alterando la mezcla de gases en la atmósfera. Las plantas de energía liberan la mayor parte del dióxido de azufre, y gran parte de los óxidos de nitrógeno se produce cuando se queman combustibles fósiles, como el carbón. Además, los gases que emanan los automóviles, camiones y autobuses liberan óxidos de nitrógeno y dióxido de azufre en el aire (figura 1).

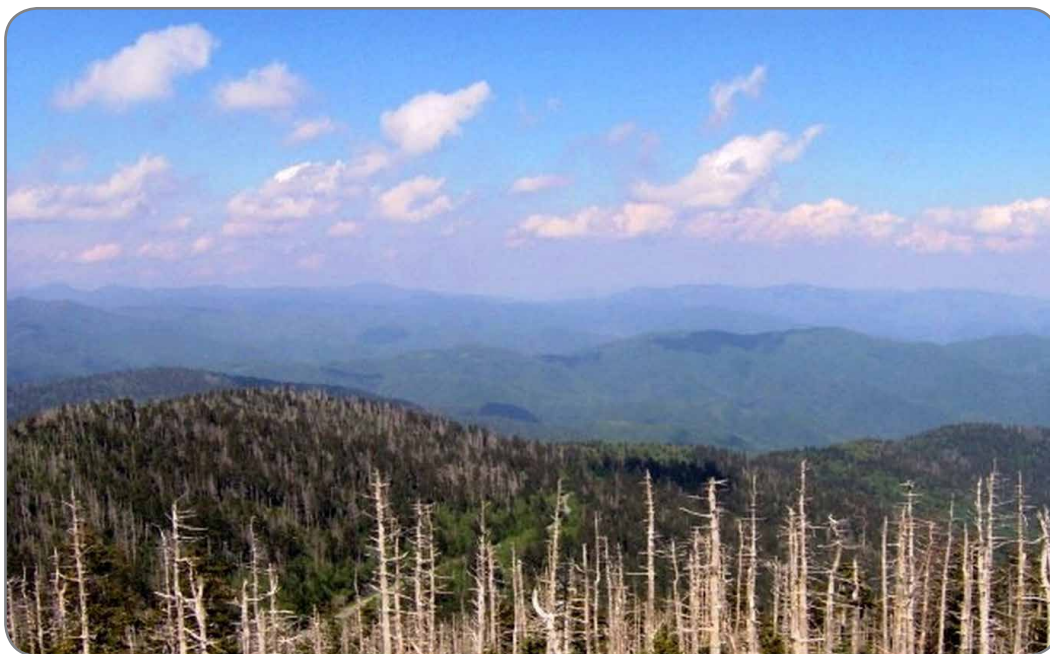


Figura 1. Bosque afectado por la lluvia ácida

¿Qué estrategias consideras que se pueden implementar en las ciudades para disminuir la emisión de gases contaminantes?

Objetivos de aprendizaje

Establecer relaciones entre los metales, los no metales y la formación de ácidos e hidróxidos.

Actividad 1

Nomenclatura

Existen tres tipos de nomenclatura que nos permiten nombrar los compuestos químicos. En la tabla 1 se determina cada la nomenclatura sistémica, tradicional y de stock.

Tabla 1. Tipos de sistema de nomenclatura

Nomenclatura	Descripción
Tradicional	<p>En este sistema se indica la valencia del elemento de nombre específico con una serie de prefijos (OSO que indica la menor valencia) e (ICO para la mayor valencia).</p> <p>En los óxidos en que el metal actúa con una sola valencia se antepone la palabra óxido al nombre del metal: Na_2O = Óxido de sodio</p> <p>En los que actúan dos valencias: Fe O = Óxido ferroso $\text{Fe}_2 \text{O}_3$ = Óxido férrico</p>
Sistemática	<p>Es la más moderna y fue establecida por la IUPAC (La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).</p> <p>Este sistema de nomenclatura se basa en nombrar a los compuestos usando prefijos numéricos griegos que indican la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en la molécula.</p> <p>Se nombra los elementos con el prefijo correspondiente al número de átomos que halla en la fórmula.</p>

Prefijos griegos	número de átomos
mono-	1
di-	2
tri-	3
tetra-	4
penta-	5
hexa-	6
hepta-	7
oct-	8
non- nona- eneá-	9
deca-	10

Ejemplo:

CrBr_3 = tribromuro de cromo; CO = monóxido de carbono

Stock

Este sistema consiste en nombrar a los compuestos escribiendo al final del nombre con **números romanos la valencia atómica** del elemento, indicando el número de electrones que un átomo gana o cede en un enlace químico. Los compuestos se nombran de esta manera: nombre genérico + nombre del elemento específico + el número de valencia.

Recordemos: que la valencia o el número de oxidación del oxígeno cuando esta combinado, actúan frecuentemente con **-2 (excepción de los peróxidos, en cuyos casos actúan con número de oxidación -1)** y el del hidrogeno frecuentemente es +1

Ejemplo: Cu_2O = óxido de cobre (I)
 CuO = óxido de cobre (II)

Observa que en la formación de un compuesto los números de valencia deben sumar cero (0).

Ejemplo: KOH = Hidróxido de potasio. El número de valencia del potasio 1, Oxígeno - 2 y el hidrogeno 1 = 0

En la tabla 2 se describen algunos ejemplos de la forma de nombrar un elemento partiendo de los tres tipos de sistemas de nomenclatura.

Tabla 2. Ejemplos de óxidos ácidos

Compuesto	Sistemática	Stock	Tradicional
SO	Monóxido de azufre	Óxido de azufre (II)	Anhídrido Hiposulfuroso
SO ₂	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)	Anhídridosulfuroso
SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	Anhídridosulfúrico
CO	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)	Anhídridocarbonoso
CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)	Anhídridocarbónico

Óxidos, hidróxidos y sales

1. ÓXIDOS

Los compuestos **óxidos** resultan de la unión de un metal o no metal con el oxígeno. Se clasifican en óxidos básicos u **óxidos metálicos**, y **óxidos ácidos** u no metálicos. En la figura 2 se observan ejemplos de este tipo de compuestos, en color azul se resalta el elemento Oxígeno, estos compuestos se nombran anteponiendo la palabra óxido.

MgO Óxido de magnesio
BaO Óxido de bario
K₂O Óxido de potasio
ZnO Óxido de Zinc
Al₂O₃ Óxido de aluminio

Figura 2. Ejemplos de óxidos

Para nombrar lo óxidos se puede emplear la nomenclatura sistemática o de Stock.

Al₂O₃

Nomenclatura Sistemática

Prefijo + óxido de prefijo + nombre del elemento

Subíndices	Prefijos
sin subíndice	mono (*)
2	di
3	tri
etc.	etc.

(*) el prefijo mono puede omitirse

Trióxido de dialuminio

Al₂O₃

Nomenclatura Stock

óxido de nombre del elemento (valencia)

Al₂O₃ → Subíndice del oxígeno = 3

Subíndice del metal = 2

Valencia del metal = 3 = III

óxido de aluminio (III)

Nomenclatura tradicional

Este tipo de nomenclatura nombra inicialmente la palabra óxido seguida del elemento metálico teniendo en cuenta el número de valencia.

• Una valencia

Óxido + nombre del elemento

$\text{Na}^{+1} + \text{O}^{-2} \gg \text{Na}_2\text{O}$: óxido de sodio

$\text{Ca}^{+2} + \text{O}^{-2} \gg \text{Ca}_2\text{O}_2 \gg \text{CaO}$: óxido calcio

• Dos valencias

Menor valencia: Óxido + Sufijo oso

$\text{Ni}^{+2} + \text{O}^{-2} \gg \text{Ni}_2\text{O}_2 \gg \text{NiO}$: óxido níqueloso

$\text{Hg}^{+1} + \text{O}^{-2} \gg \text{Hg}_2\text{O}$: óxido mercurioso

Mayor valencia: Óxido + Sufijo ico

$\text{Ni}^{+3} + \text{O}^{-2} \gg \text{Ni}_2\text{O}_3$: óxido níquelico

$\text{Hg}^{+2} + \text{O}^{-2} \gg \text{Hg}_2\text{O}_2 \gg \text{HgO}$: óxido mercuríco

• Tres valencias

Menor valencia: Óxido prefijo hipo + Sufijo oso

$\text{Cr}^{+2} + \text{O}^{-2} \gg \text{Cr}_2\text{O}_2 \gg \text{CrO}$: óxido hipocromoso

Valencia intermedia: Óxido + Sufijo oso

$\text{Cr}^{+3} + \text{O}^{-2} \gg \text{Cr}_2\text{O}_3$: óxido cromoso

Mayor valencia: Óxido + sufijo ico

$\text{Cr}^{+6} + \text{O}^{-2} \gg \text{Cr}_2\text{O}_6 \gg \text{CrO}_3$: óxido crómico

• Cuatro valencias

Primera valencia: Óxido prefijo hipo + sufijo oso

$\text{Mn}^{+2} + \text{O}^{-2} \gg \text{Mn}_2\text{O}_2 \gg \text{MnO}$: óxido hipomanganeso

Segunda valencia: Óxido + sufijo oso

$\text{Mn}^{+3} + \text{O}^{-2} \gg \text{Mn}_2\text{O}_3$: óxido manganeso

Tercera valencia: Óxido + ico

$\text{Mn}^{+4} + \text{O}^{-2} \gg \text{Mn}_2\text{O}_4 \gg \text{MnO}_2$: óxido mangánico

Cuarta valencia: Óxido prefijo per + sufijo ico

$\text{Mn}^{+7} + \text{O}^{-2} \gg \text{Mn}_2\text{O}_7$: óxido permangánico

En la tabla periódica se pueden diferenciar los grupos metálicos y los no metálicos, como base para determinar si se trata de un óxido básico (metálico) u óxido ácido (no metálico). En la figura 3 se especifica cada sección de la tabla periódica.

1 IA																	18 0	
H	2 IIA											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt										
		La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu																
		Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr																

Metales

No Metales

Gases Nobles

Figura 3. Distribución de elementos metálicos y no metálicos en la tabla periódica.

1.1 Óxidos Metálicos

Son compuestos que se forman como consecuencia de la reacción entre un metal con el oxígeno, presentan un elevado punto de fusión. Esta reacción es la que produce la corrosión de los metales al estar expuesto al oxígeno del aire.

Un ejemplo de formación de un óxido metálico es la reacción del magnesio con el oxígeno, la cual ocurre con mayor rapidez cuando se quema una cinta de magnesio (figura 4). La cinta de magnesio de color grisáceo se torna en un polvo blanco que es el óxido de magnesio. Ecuación:

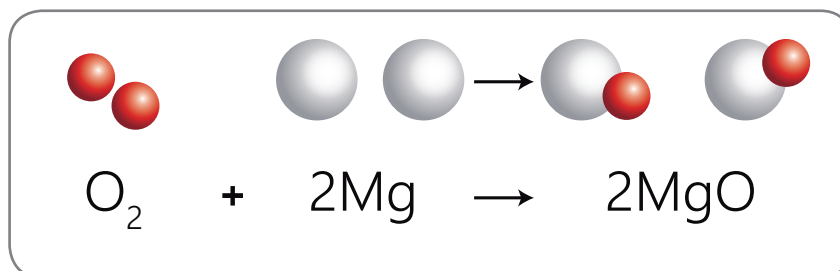


Figura 4. Representación molecular de la reacción de magnesio con oxígeno

1.2 Óxidos No Metálicos u Ácidos

Los óxidos no metálicos son compuestos de bajos puntos de fusión que se forman al reaccionar un no metal con el oxígeno. Se denominan también anhídridos y muchos de ellos son gaseosos. La ecuación de formación del dióxido de carbono es un ejemplo de formación de óxidos no metálicos (figura 5).

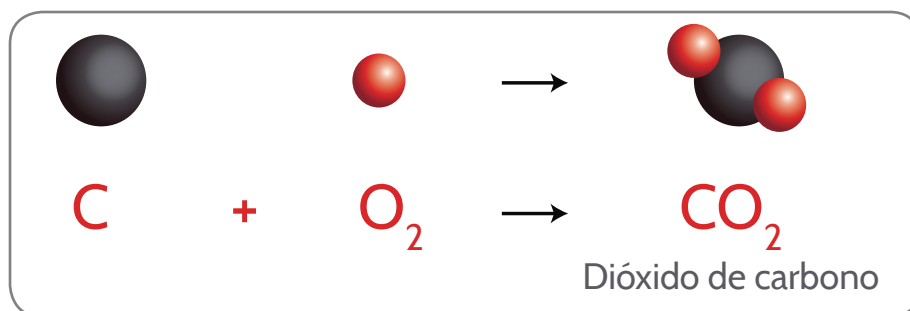


Figura 5. Representación molecular de la reacción de magnesio con oxígeno

Cuando los óxidos ácidos reaccionan con el agua forman ácidos oxácidos (Figura 6).

Ejemplo:

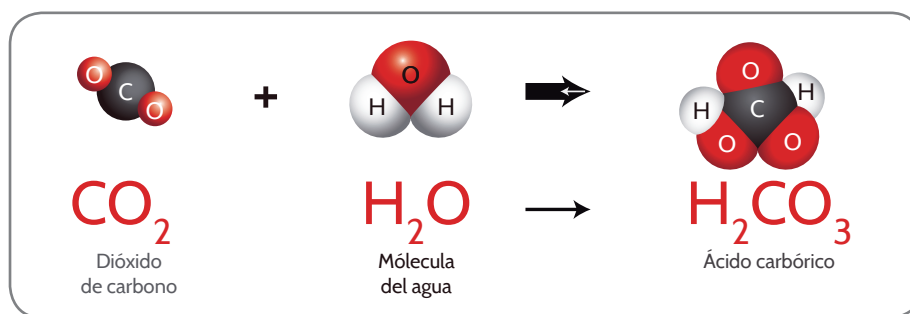


Figura 6. Representación molecular del ácido carbónico

1.2 ACIDOS. Estos pueden ser de dos tipos:

1.2.1 Oxácidos

Son sustancias constituidas por **oxígeno, hidrógeno y otro elemento no metálico**, son sustancias con bajas temperaturas de fusión y de ebullición y en general son solubles en agua.

Un ejemplo de los oxácidos es la formación del ácido sulfúrico. (Figura 7). El nombre del compuesto formado tiene el **sufijo ico**.



Figura 7. Formación de un oxácido

1.2.2 Hidrácido

Un **ácido hidrácido** o sencillamente hidrácido, es un ácido que no contiene oxígeno, es un compuesto binario formado por hidrógeno (H), un elemento no-metálico y un halógeno, este grupo de elementos se señalan de color rojo en la figura 7 de la tabla periódica y está constituido por: flúor F, cloro Cl, bromo, yodo I y Astatio At (figura 8).

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	¹ H																	² He
2	³ Li	⁴ Be											⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne
3	¹¹ Na	¹² Mg											¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar
4	¹⁹ K	²⁰ Ca	²¹ Sc	²² Ti	²³ V	²⁴ Cr	²⁵ Mn	²⁶ Fe	²⁷ Co	²⁸ Ni	²⁹ Cu	³⁰ Zn	³¹ Ga	³² Ge	³³ As	³⁴ Se	³⁵ Br	³⁶ Kr
5	³⁷ Rb	³⁸ Sr	³⁹ Y	⁴⁰ Zr	⁴¹ Nb	⁴² Mo	⁴³ Tc	⁴⁴ Ru	⁴⁵ Rh	⁴⁶ Pd	⁴⁷ Ag	⁴⁸ Cd	⁴⁹ In	⁵⁰ Sn	⁵¹ Sb	⁵² Te	⁵³ I	⁵⁴ Xe
6	⁵⁵ Cs	⁵⁶ Ba	^{57*} La	⁷² Hf	⁷³ Ta	⁷⁴ W	⁷⁵ Re	⁷⁶ Os	⁷⁷ Ir	⁷⁸ Pt	⁷⁹ Au	⁸⁰ Hg	⁸¹ Tl	⁸² Pb	⁸³ Bi	⁸⁴ Po	⁸⁵ At	⁸⁶ Rn
7	⁸⁷ Fr	⁸⁸ Ra	^{89**} Ac	¹⁰⁴ Rf	¹⁰⁵ Db	¹⁰⁶ Sg	¹⁰⁷ Bh	¹⁰⁸ Hs	¹⁰⁹ Mt	¹¹⁰ Uun	¹¹¹ Uuu	¹¹² Uub		¹¹⁴ Uuq		¹¹⁶ Uuh		¹¹⁸ Uuo

* Lantánidos	⁵⁸ Ce	⁵⁹ Pr	⁶⁰ Nd	⁶¹ Pm	⁶² Sm	⁶³ Eu	⁶⁴ Gd	⁶⁵ Tb	⁶⁶ Dy	⁶⁷ Ho	⁶⁸ Er	⁶⁹ Tm	⁷⁰ Yb	⁷¹ Lu
* Actínidos	⁹⁰ Th	⁹¹ Pa	⁹² U	⁹³ Np	⁹⁴ Pu	⁹⁵ Am	⁹⁶ Cm	⁹⁷ Bk	⁹⁸ Cf	⁹⁹ Es	¹⁰⁰ Fm	¹⁰¹ Md	¹⁰² No	¹⁰³ Lr

Figura 8. Grupos representativos en la tabla periódica

Un ejemplo un compuesto hidrácido es el **ácido clorhídrico** (Figura 9). El nombre del compuesto formado hace referencia a la presencia del hidrógeno con el **sufijo hídrico**.

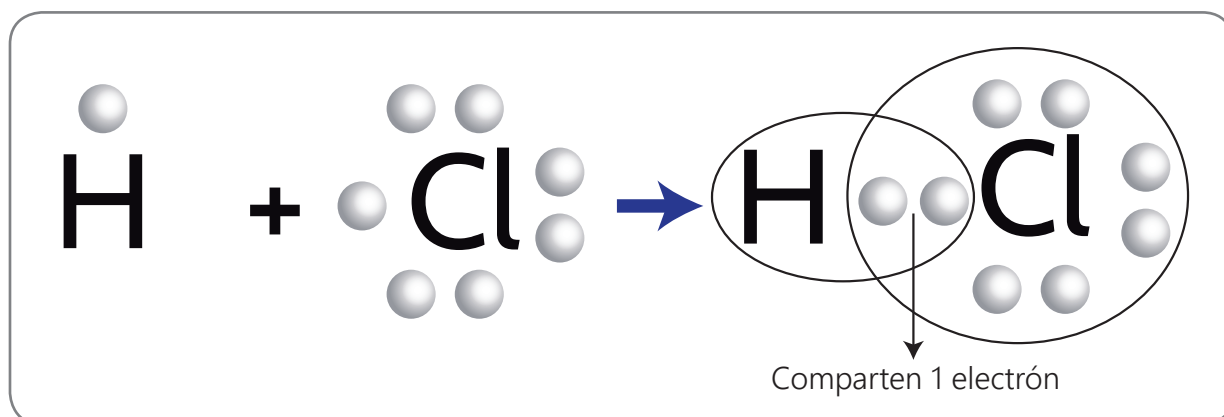


Figura 9. Representación de la ecuación del ácido clorhídrico

Reúnete con dos compañeros, con la información presentada y la tabla periódica; relacionen por medio de una línea los siguientes compuestos con su respectivo nombre.

Ácido sulfúrico	H ₂ O
Ácido fluorhídrico	HBO ₂
Ácido bórico	H ₂ SO ₄
Ácido fosfórico	HI
Ácido sulfhídrico	HBr
Ácido bromhídrico	H ₃ PO ₄
Ácido nítrico	HBRO ₃
Ácido yodhídrico	HCL
Ácido clorhídrico	HNO ₃
Ácido brómico	HF

Después de organizar los compuestos con su respectivo nombre, escriba cuáles pertenecen a hidrácidos y a oxácidos.

Hidrácidos	Oxácidos

2. Hidróxidos o bases

Los hidróxidos son compuestos iónicos formados por un metal (catión) y un elemento del grupo hidróxido (OH⁻) (anión). Se trata de compuestos ternarios aunque tanto su formulación y nomenclatura son idénticas a las de los compuestos binarios.

Fórmula de los hidróxidos

La fórmula general de los hidróxidos es del tipo $X(OH)_n$, siendo **n** el número de iones igual que el número de oxidación del catión metálico, para que la suma total de las cargas sea cero.

Ejemplo: Óxido de Magnesio + Agua \longrightarrow Hidróxido de Magnesio

En la figura 10 se especifica la ubicación del número de oxidación de los elementos en la tabla periódica, tomando como ejemplo el Estaño Sn.

Número atómico	50	118,69	Peso atómico
		2,4	Número de oxidación
	Sn		Símbolo
	Estaño		Nombre

Figura 10. Número de oxidación

¿Qué es el número de oxidación?

1. Es la cantidad de electrones que tiende a **perder o ganar** un átomo en una reacción química con otros átomos, para poder adquirir estabilidad química.
2. El número de **oxidación es positivo** si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga la posibilidad de recibirlos.
3. El número de **oxidación será negativo** cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

Para establecer el nombre de los hidróxidos se utiliza la nomenclatura sistemática, la tradicional y la de stock, estos tres tipos se describen a continuación.

Nomenclatura tradicional

La nomenclatura tradicional comienza con la palabra hidróxido seguido del elemento teniendo en cuenta la valencia con la que actúa:

- **Una valencia:** Hidróxido + nombre del metal



- **Dos valencias:**

Menor valencia: Hidróxido sufijo **oso**



Mayor valencia: Hidróxido sufijo **ico**



- **Tres valencias:**

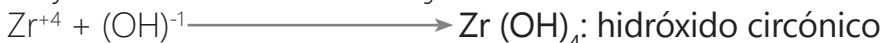
Menor valencia: Hidróxido prefijo **hipo** sufijo **oso**



Valencia intermedia: Hidróxido sufijo **oso**

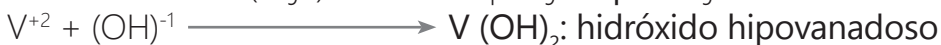


Mayor valencia: Hidróxido sufijo **ico**



- **Cuatro valencias:**

Primera valencia (baja): Hidróxido prefijo **hipo** sufijo **oso**



Segunda valencia: Hidróxido sufijo **oso**



Tercera valencia: Hidróxido sufijo **ico**



Cuarta valencia (alta): Hidróxido prefijo **per** sufijo **ico**



Nomenclatura de stock

En la nomenclatura de stock comienza con la palabra hidróxido, seguido del elemento metálico con la valencia del mismo en números romanos entre paréntesis.

IMPORTANTE: cuando el elemento metálico sólo tenga una valencia no se indica en números romanos la valencia.

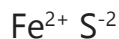
Ejemplos:

HgOH: hidróxido de mercurio (I)

Sn(OH)₂: hidróxido de estaño (II)

3. Sales

Se forman entonces por la unión de un catión metálico con diversos grados de oxidación o valencia positiva, con un anión no metálico con grados de oxidación o valencia negativa, por ejemplo:



La **valencia negativa** también puede provenir de un anión que contiene oxígeno.

Ejemplo: el ácido nítrico HNO_3 pierde su catión H^+ , por esto se convierte en el anión NO_3^{-1}

Que posteriormente se combina con el catión K^{+1} que ha perdido su anión OH^{-1} ,

El anión OH^{-1} se combina con el H^+ para formar H_2O .

En la figura 23 se especifica la nomenclatura de la sal partiendo del nombre del ácido.

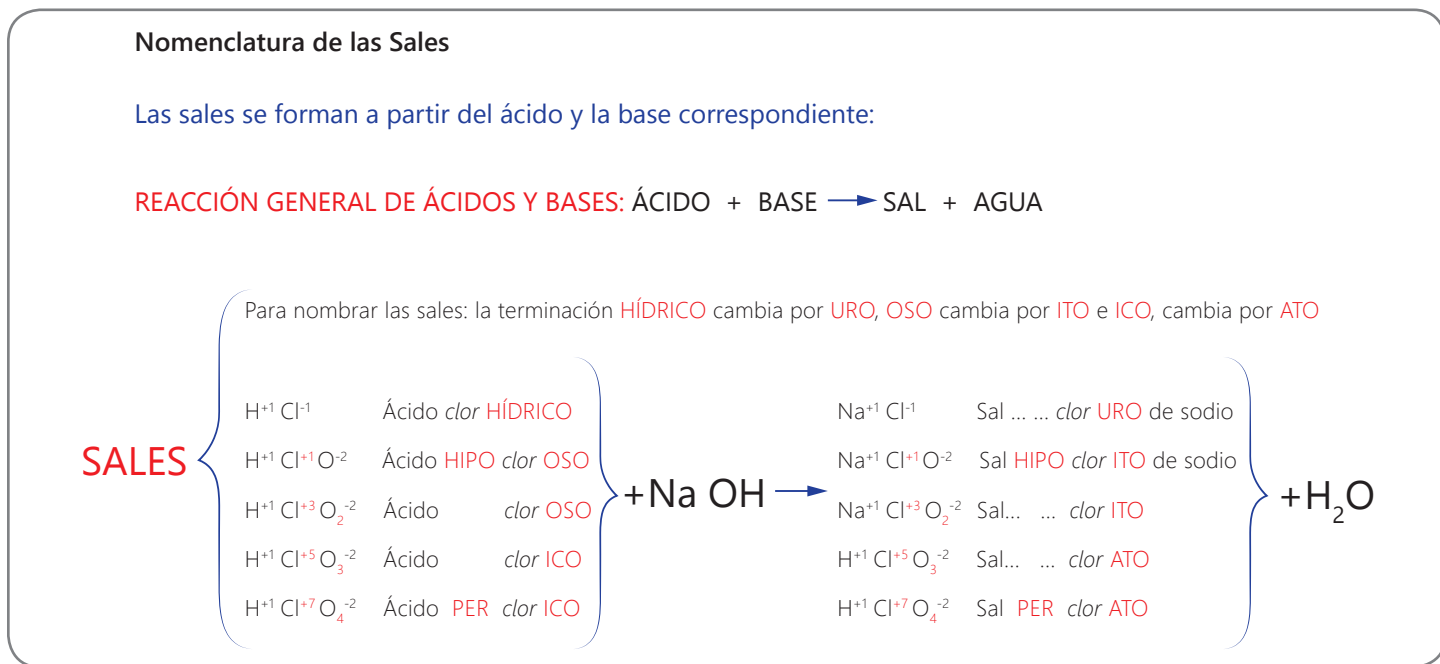


Figura 23. Nomenclatura de las sales

Tipos de sales

Sales haloideas o haluros

Resultan de la combinación de un hidrácido con una base, en la cual resulta como producto la formación de agua. Se mantienen la norma de escribir primero el metal e inmediatamente el no metal. Se tienen en cuenta los números de oxidación para la escritura de la formula y para el nombre del compuesto.

Su fórmula:



No.	Base		Hidracido		Sal haloidea		Agua
1	CaOH_2	+	HCL	➔	CaCL_2	+	H_2O
	Hidróxido de calcio		Ácido clarihídrico	➔	Cloruro de calcio		Agua
2	$2\text{Fe}(\text{OH})_3$	+	$3\text{H}_2\text{S}$	➔	Fe_2S_3	+	$6\text{H}_2\text{O}$
	Hidroxido férrico		Ácido sulfhídrico	➔	Sulfuro férrico		Agua
3	AgOH	+	HCL	➔	AgCL	+	H_2O
	Hidróxido de plata		Ácido clorhídrico	➔	Cloruro de plata		Agua

Oxisales

Las oxisales son sales que se caracterizan por la presencia de oxígeno, y al resultar de la combinación de un ion de un oxácido con una base, pueden ser consideradas como sales neutras. En su fórmula se escribe de igual manera el metal y luego el ion proveniente del ácido oxácido: no metal y oxígeno. El número subíndice que acompaña al metal proviene del número de hidrógenos del ácido.

Ejemplos:

Aniones ➔ Cationes ↓	Sulfato (SO_4) ⁼	Clorito (ClO_2) ⁻	Nitrato (NO_3) ⁻	Nitrito (NO_2) ⁻
Aluminio Al^{3+}	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ Sulfato de aluminio	$\text{Al}(\text{ClO}_2)_3$	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	$\text{Al}(\text{NO}_2)_3$
Litio Li^+	Li_2SO_4	Li ClO_2 Clorito de litio	Li NO_3	Li NO_2
Magnesio Mg^{2+}	Mg SO_4	$\text{Mg}(\text{ClO}_2)_2$	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ Nitrato de magnesio	$\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$
Zinc Zn^{2+}	Zn SO_4	$\text{Zn}(\text{ClO}_2)_2$	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$ Nitrito de zinc